Equation chimique		$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$			
Etat du système	Avancement volumique	Concentration ($mol.L^{-1}$)			
Etat initial	$y = 0$	C	excès	$10^{-pKe/2}$	0
Etat final	y_f	$C - y_f$	excès	10^{-pH}	y_f

2° /a) Valeur du taux d'avancement volumique final τ_f .

On a : $\tau_f = \dfrac{y_f}{y_{max}}$, avec : $y_{max} = C$ et $y_f = [CH_3COO^-] \approx [H_3O^+] = 10^{-pH}$.

Soit : $\tau_f = \dfrac{10^{-pH}}{C} = \dfrac{10^{-2,9}}{10^{-1}} = 1,26.10^{-2}$.

Comme : $\tau_f < 1$, alors l'acide éthanoïque se dissocie faiblement dans l'eau : c'est un acide faible .

b) Calculons les valeurs de K_a et du pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- .

La constante d'acidité du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est :

$$Ka = \frac{[H_3O^+].[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}.$$

Avec : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$, $[CH_3COO^-] = y_f = C.\tau_f$

et $[CH_3COOH] = C - y_f = C - C\tau_f = C(1 - \tau_f) \approx C$ puisque $\tau_f \leq 5.10^{-2}$ donc τ_f est négligeable devant l'unité . On obtient enfin :

$$K_a = \frac{10^{-pH}.C.\tau_f}{C} = 10^{-pH}.\tau_f = 10^{-pH}.\frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-2pH}}{C}.$$

Soit : $K_a = \dfrac{10^{-2\times 2,9}}{10^{-1}} = 10^{-4,8} \Rightarrow pK_a = -\log K_a = -\log(10^{-4,8}) = 4,8$.

c) Montrons la relation : $pH = \dfrac{1}{2}(pK_a - \log C)$.

On a établi la relation : $K_a = \dfrac{10^{-2pH}}{C}$. D'où : $C.K_a = 10^{-2pH}$,

puis : $\log C.K_a = \log 10^{-2pH} \Rightarrow 2pH = -\log K_a - \log C$;

enfin : $pH = \dfrac{1}{2}(pK_a - \log C)$

3° / a) La solution (S') est obtenue en diluant la solution (S) p fois